# TP 5: Équilibre et constante de réaction - Correction

**Objectifs**: Nous allons reprendre la même démarche que la TP précèdent pour la détermination de l'avancement final $x_f$ mais en plus nous allons mettre en évidence une constante importante en chimie.

## I°) Préparation de solutions aqueuses d'acide éthanoïque

Nous avons à notre disposition une solution d'acide éthanoïque de concentration $C = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$.
Nous souhaitons réaliser des dilutions de cette solution initiale. Pour cela nous disposons du matériel suivant:

- pipettes jaugées de 10,0 mL, 20,0 mL et de 25,0 mL
- fioles jaugées de 50,0 mL et de 100,0 mL
- béchers

La concentration des solutions diluées est: $1{,}0 \times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ ; $2{,}0 \times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ et $5{,}0 \times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ .

1°) Reproduire et compléter le tableau ci-dessous sur votre compte rendu.

| | $C_{(\text{solution diluée})}$ (mol.L$^{-1}$) | | |
|---|---|---|---|
| | $1{,}0 \times 10^{-3}$ | $2{,}0 \times 10^{-3}$ | $5{,}0 \times 10^{-3}$ |
| Pipette jaugée utilisée | **10,0 mL** | **10,0 mL** | **25,0 mL** |
| Fiole jaugée utilisée | **100,0 mL** | **50,0 mL** | **50,0 mL** |

2°) Rappeler le protocole général pour réaliser une dilution.

**Lors d'une dilution il y a conservation de la quantité de matière : $C_m \times V_m = C_f \times V_f$ . On prélève donc le volume $V_m$ de la solution mère avec une pipette jaugée que l'on introduit dans la fiole jaugée et on complète jusqu'au trait de jauge.**

• Préparer les solutions diluées.

## II°) Étalonnage du pH-mètre

*Sonde de pH-mètre*

• Régler la température du pH-mètre avec le thermomètre.

• Étalonner l'appareil avec les solution de pH = 7 d'abord puis de pH = 4.
(voir mode d'emploi de l'appareil)

• Entre chaque utilisation, la sonde doit être immergée dans de l'eau distillée.

## III°) Mesure du pH des solutions diluées

1°) Mesurer le pH des solutions aqueuses d'acide éthanoïque de la plus diluée à la plus concentrée.
Entre chaque solution, rincer avec de l'eau distillée la cellule et sécher là avec du papier Joseph.

Reproduire et compléter alors le tableau suivant pour les résultats des mesures.

| **C (mol.L$^{-1}$)** | **$1{,}0 \times 10^{-3}$** | **$2{,}0 \times 10^{-3}$** | **$5{,}0 \times 10^{-3}$** | **$1{,}0 \times 10^{-2}$** |
|---|---|---|---|---|
| **pH** | **3,9** | **3,7** | **3,5** | **3,4** |

2°) Rappeler le lien entre le **pH** et la concentration des ions $H_3O^+$.
**La relation liant le pH et la concentration en ion $H_3O^+$ est : $pH = -\log[H_3O^+]$**

3°) Comment évolue le pH de ces solutions en fonction de leur concentration ?

**Plus la concentration est faible est plus le pH est élevé (moins c'est acide).**

## IV°) Étude de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau

### a°) Taux d'avancement τ

1°) Écrire la réaction entre l'acide éthanoïque $CH_3COOH$ avec l'eau $H_2O$.

**C'est le transfert d(un proton de $CH_3COOH$ (l'acide) à $H_2O$ (la base):**

$$CH_3COOH\ (aq) + H_2O\ (l) = CH_3COO^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$$

2°) Quels sont les 2 couples acide/base mis en jeu ?

Les couples sont donc **$CH_3COOH$ (aq) / $CH_3COO^-$ (aq) et $H_3O^+$ (aq) / $H_2O$ (l)**

3°) Reproduire et compléter sur votre compte rendu, le tableau d'avancement suivant, de la réaction réalisée:

| | | $CH_3COOH\ (aq) + H_2O\ (l) = CH_3COO^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$ | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| État initial | x = 0 | C.V | Excès | 0 | 0 |
| État intermédiaire | x | C.V - x | Excès | x | x |
| État maximal (état théorique si la réaction et totale) | $x_{max}$ | C.V - $x_{max}$ | Excès | $x_{max}$ | $x_{max}$ |
| État final (état réel) = **état à l'équilibre** | $x_f$ | C.V - $x_f$ | Excès | $x_f$ | $x_f$ |

4°) Que peut-on dire de la concentration à l'***équilibre*** en $[H_3O^+]$ et $[CH_3COO^-]$.

**D'après le tableau d'avancement, on a $x_f = n(H_3O^+)_f = n(CH_3COO^-)_f$**

**Ce qui implique que $[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = \frac{x_f}{V}$**

5°) Dans l'hypothèse ou la réaction étudiée et ***totale***, exprimer $x_{max}$ fonction de **C** et de **V** (volume utilisé).

**Si la réaction est totale alors le réactif limitant est totalement consommé et donc $C.V - x_{max} = 0$ et donc on en déduit que $x_{max} = C.V$**

6°) Dans l'état final (état réel), écrire l'expression entre $x_f$ , le **pH** et le volume **V**.

**D'après ce que l'on a vu, on a $[H_3O^+] = \frac{x_f}{V} = 10^{-pH}$ donc on en déduit que $x_f = V.10^{-pH}$**

7°) Rappeler la définition du taux d'avancement **τ,** écrire alors son expression en fonction de **C** et le **pH**.

**Par définition du taux d'avancement : $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{V.10^{-pH}}{C.V} = \frac{10^{-pH}}{C}$**

8°) Reproduire et compléter alors le tableau suivant:

| C ($mol.L^{-1}$) | $1,0 \times 10^{-3}$ | $2,0 \times 10^{-3}$ | $5,0 \times 10^{-3}$ | $1,0 \times 10^{-2}$ |
|---|---|---|---|---|
| $\tau = \frac{10^{-pH}}{C}$ | 13 % | 10 % | 6,3 % | 4,0 % |

9°) Le taux d'avancement de la réaction est-il constant ?

**Le taux d'avancement n'est pas constant donc on ne peut pas l'utiliser pour caractériser l'état d'équilibre.**

**b°) Quotient de réaction à l'équilibre** (ou constante d'équilibre)

**Soit une équation bilan de forme générale :**

$$a\,A + b\,B = c\,C + d\,D$$

**On appelle quotient de réaction de la transformation chimique envisagée, le rapport suivant :**

$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

**Remarque : l'eau et les solides n'interviennent pas dans ce rapport.**

1°) Écrire le quotient de réaction à l'état final (équilibre) pour la transformation chimique envisagée.

**Le quotient de réaction va permettre de caractériser l'état d'équilibre :**

$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-]_f \; [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

2°) Calculer grâce au pH, la concentration de $[CH_3COO^-]_f$ et de $[H_3O^+]_f$ puis de $[CH_3COOH]_f$.

**On sait que** $[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = 10^{-pH}$ **et que** $[CH_3COOH]_f = \frac{C.V - xf}{V} = C - 10^{-pH}$ .

**On peut donc tout calculer.**
**On résume les résultats dans un tableau :**

| C (mol.L$^{-1}$) | $1{,}0 \times 10^{-3}$ | $2{,}0 \times 10^{-3}$ | $5{,}0 \times 10^{-3}$ | $1{,}0 \times 10^{-2}$ |
|---|---|---|---|---|
| $[CH_3COOH]_f = C - 10^{-pH}$ | $8{,}7\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ | $1{,}8\times10^{-3}\,mol.L^{-1}$ | $4{,}7\times10^{-3}\,mol.L^{-1}$ | $9{,}6\times10^{-3}\,mol.L^{-1}$ |
| $[CH_3COO^-]_f = 10^{-pH}$ | $1{,}3\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ | $2{,}0\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ | $3{,}2\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ | $4{,}0\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ |
| $[H_3O^+]_f = 10^{-pH}$ | $1{,}3\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ | $2{,}0\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ | $3{,}2\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ | $4{,}0\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ |

3°) Calculer alors la valeur de $Q_r$ pour chaque solution diluée et compléter le tableau suivant :

**On injecte ces résultats dans la formule** $Q_r = \frac{[CH_3COO^-]_f \; [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$

**On obtient les résultats suivants :**

| C (mol.L$^{-1}$) | $1{,}0 \times 10^{-3}$ | $2{,}0 \times 10^{-3}$ | $5{,}0 \times 10^{-3}$ | $1{,}0 \times 10^{-2}$ |
|---|---|---|---|---|
| $Q_r$ | $1{,}9\times10^{-5}$ | $2{,}2\times10^{-5}$ | $2{,}2\times10^{-5}$ | $1{,}7\times10^{-5}$ |

4°) Quelle remarque pouvez-vous faire sur les valeurs du quotient de réaction $Q_r$ à l'équilibre ?

**On constate que le coefficient de réaction $Q_r \approx$ constante.**

**Ainsi $Q_r$ permettra de caractériser l'état d'équilibre d'une réaction chimique.**
**Ainsi on pourra déterminer toutes les concentration à l'état d'équilibre connaissant la valeur de $Q_r$.**

**Remarque** : on aurait pu directement faire le calcul en remplaçant, ce qui donne $Q_r = \frac{10^{-2pH}}{C - 10^{-pH}}$ .